

**МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
ВИТЕБСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ**

В.В.Горбатов, З.С.Кунцевич, В.П.Хейдоров

**Методические указания
по общей и неорганической химии
для самостоятельной работы
по выполнению контрольных работ**

**для студентов 1 курса заочного отделения
фармацевтического факультета**

Витебск – 2012

УДК 5416(076)
67

УДК 54(076).
ББК 24.1 я73
Г 91

Рецензенты:

Доцент кафедры общей, физической и коллоидной химии
Э.Я.Морозова;

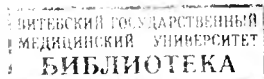
доцент кафедры химии УО «Витебский государственный университет
имени П.М.Машерова», кандидат химических наук С.И.Кулиев

Горбатов, В.В.

Г 91 Методические указания по общей и неорганической химии для самостоятельной
работы по выполнению контрольных работ для студентов I курса заочного
отделения фармацевтического факультета:

Методические указания/ В.В.Горбатов, З.С.Кулиевич, В.П.Хейдоров. – Витебск:
ВГМУ, 2012. – 45 с.

ISBN 978-985-466-409-4



Методические указания составлены в соответствии с действующей
типовой учебной программой по неорганической химии для студентов
фармацевтического факультета и учебным планом ВГМУ и предназначено
для самостоятельной работы при подготовке контрольных работ
студентами I курса заочного отделения фармацевтического факультета.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	4
Цель и задачи курса	5
Учебная литература	5
1. Порядок изучения предмета	6
2. Общие методические указания	6
3. Контрольная работа №1	8
4. Задания к контрольной работе №1	12
5. Контрольная работа №2	20
6. Задания к контрольной работе №2	27
7. Контрольная работа №3	37
8. Задания к контрольной работе №3	40

Библиотека ВГМУ



ВВЕДЕНИЕ

Общая и неорганическая химия играет важную роль в системе подготовки будущих провизоров, так как знания и умения, полученные студентами-заочниками при её изучении, используются затем при изучении последующих химических (аналитическая химия, органическая химия, физическая и коллоидная химия, биологическая химия) и специальных фармацевтических (фармацевтическая химия, токсикологическая химия, технология лекарств, фармакология) дисциплин.

В комплексе химических дисциплин неорганической химии принадлежит определенная общеобразовательная и воспитательная роль, так как эта дисциплина приучает студента к учебно-исследовательской работе, к постановке и тщательному проведению опыта в строго определенных условиях, построению логически правильных выводов, вытекающих из полученных данных, а также к строго документальному их оформлению.

Настоящие методические указания составлены с учетом учебной программы по общей и неорганической химии для студентов фармацевтического факультета и предназначены для оказания помощи студентам-заочникам в самоподготовке к учебным занятиям и выполнении контрольных работ.

Студенты заочного отделения фармацевтического факультета изучают общую и неорганическую химию в течение двух семестров (первого и второго). В течение первого семестра изучаются теоретические основы общей химии и химия S-элементов и d-элементов VI-VIII групп, а в течение второго семестра – химия IB-IIIB и IIIA-VIIA групп. Изучение общей и неорганической химии студентами заочного отделения предполагает выполнение трех контрольных работ: одной в первом семестре и двух во втором семестре. Некоторые темы (растворы, ионные равновесия и реакции в растворах, реакции с переносом электронов и комплексные соединения) изучаются студентами-заочниками самостоятельно. Заканчивается курс сдачей курсового экзамена.

Данные методические указания включают в себя материал, необходимый для выполнения контрольных работ. Материал к контрольным работам содержит программные вопросы, примеры решения типовых задач и задания к соответствующей контрольной работе, в том числе и тестовые задания по изучаемым темам.

ЦЕЛЬ и ЗАДАЧИ КУРСА

Формирование и развитие у студентов системных знаний качественного и количественного прогнозирования продуктов химического взаимодействия неорганических веществ, используемых в фармации; выработка умений и навыков применения теоретических положений и экспериментальных методов химии при изучении последующих химических и специальных дисциплин, а также в профессиональной деятельности провизора.

УЧЕБНАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Горбатов В.В. Курс лекций по общей химии (для студентов фармацевтического факультета) - Витебск, ВГМУ, 2001.-81с.
2. Горбатов В.В., Кунцевич З.С. Курс лекций по неорганической химии. – Витебск, ВГМУ, 2002. – 161с.
3. Кунцевич З.С., Горбатов В.В. Руководство к лабораторно-практическим занятиям по общей и неорганической химии для студентов 1 курса заочного отделения фармацевтического факультета, Витебск, 2004 г.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. М.: Высш. шк., 1980 и последующие издания.
5. Романцева Л.М., Лещинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнений по общей химии. Учебное пособие для вузов. – М.: Высш. шк., 1980, 1991.
6. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. Учеб. для мед. спец.вузов /Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд и др.; Под ред. Ю.А.Ершова. – М.: Высш. шк., 1993 и последующие издания.
7. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1981, 1988.
8. Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. Ленинград.: Химия, 1986.

ПОРЯДОК ИЗУЧЕНИЯ ПРЕДМЕТА

Учебным планом для студентов-заочников предусмотрено:

1. Самостоятельное изучение теоретического курса общей и неорганической химии.
2. Выполнение трех контрольных работ.
3. Посещение обзорных лекций по основным разделам курса.
4. Выполнение 6 лабораторных работ во время лабораторно-экзаменационной сессии.
5. Сдача экзамена по общей и неорганической химии (проверка практических навыков, письменный экзамен).

ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Основным видом учебной работы студента заочного отделения является самостоятельное изучение предмета по учебникам и учебным пособиям. Лекционный курс, читаемый во время лабораторно-экзаменационной сессии, является обзорным и явно недостаточен для подготовки к экзаменам. Самостоятельная работа студента включает в себя работу с книгой, решение задач и выполнение контрольных работ. Работу над курсом общей и неорганической химии рекомендуется проводить равномерно в течение всего года в следующей последовательности:

1. Ознакомиться с содержанием основных программных вопросов, помещенных перед соответствующей контрольной работой.
2. Проработать необходимые главы по конспекту лекций и рекомендуемой литературе. После того, как содержание прочитанного материала стало понятным, рекомендуется конспектировать его. При этом конспектирование не должно превращаться в механическое переписывание текста.

После усвоения изученного материала студент выполняет контрольную работу по одному из указанных 5 вариантов. Номер варианта контрольной работы определяется в соответствии с шифром последней цифрой номера студенческого билета. Студент, выполнивший контрольную работу не по своему варианту, зачета по данной работе не получает.

Контрольную работу следует выполнять в тетради школьного типа, на лицевой стороне которой приводятся следующие сведения:

Общая и неорганическая химия

Контрольная работа №____, вариант №____

студента 1 курса ____ группы заочного отделения фармацевтического факультета ВГМУ

(фамилия, имя, отчество)

Шифр _____

Домашний адрес _____

Каждая контрольная работа должна быть представлена в университет согласно графику, составленному деканатом.

В контрольной работе студент-заочник должен показать глубокие знания проработанного материала.

Работа должна быть выполнена самостоятельно.

Контрольная работа выполняется четко, разборчиво, грамотно, с обязательным оставлением полей для замечаний рецензента шириной 3 см. Необходимо обязательно сохранять нумерацию задач и вопросов такую же, как и в «Методических указаниях».

Ответы на контрольные теоретические вопросы должны быть краткими, но исчерпывающими и сопровождаться, где это необходимо, теоретическим обоснованием, химическим формулами, уравнениями реакций. При этом необходимо отвечать только на поставленный вопрос, избегая механического переписывания текста учебника.

Решение задач должно сопровождаться необходимыми пояснениями. Рекомендуется описывать ход решения задачи так, как это сделано в приведенных примерах решения типовых задач. В контрольной работе нужно обязательно указывать содержание вопроса и задач.

Студент, правильно выполнивший контрольную работу, допускается к защите контрольной работы. Если контрольная работа не зачтена (содержит большое число грубых ошибок или невыполненные задания), студент обязан представить её на повторную рецензию, выполнив заново все задания. Если контрольная работа зачтена, но рецензент обнаружил неверное решение задачи (полностью или частично), то в очередной контрольной работе следует привести их исправления.

При всех неясностях, возникших при выполнении контрольной работы или материала курса, студент может письменно обращаться непосредственно к рецензенту.

К сдаче зачета и экзамена допускается студент, выполнивший и защитивший все контрольные работы и выполнивший все лабораторные работы на лабораторно-практических занятиях.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №1

Включает следующие темы:

1. Энергетика и направление химических реакций.
2. Химическое равновесие.
3. Скорость химических реакций.
4. Электронные оболочки атомов и периодический закон Д.И.Менделеева.
5. Природа химической связи и строение химических соединений.

Программные вопросы:

1. Поглощение и выделение энергии при химических превращениях. Внутренняя энергия и энтальпия. Тепловой эффект реакции ΔH^0 .
2. Закон Гесса и его применение для расчетов тепловых эффектов реакций с использованием стандартных теплот образования веществ.
3. Энтропия как мера неупорядоченности системы. Уравнение Больцмана.
4. Энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамическая устойчивость химических соединений.
5. Обратимые и необратимые по направлению химические реакции. Качественная характеристика состояния химического равновесия и его отличие от кинетически заторможенного состояния системы.
6. Закон химического равновесия (закон действующих масс) и его сущность.
7. Константа равновесия и ее связь со стандартным изменением энергии Гиббса процесса. Определение направления протекания реакции по константе равновесия в зависимости от соотношения концентрации реагентов.
8. Определение смещения химического равновесия при изменении условий на основании принципа Ле-Шателье.
9. Средняя и мгновенная скорость химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.
10. Простые и сложные реакции. Факторы, влияющие на скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах.
11. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Константа скорости реакции.

12. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации химической реакции.
13. Энергия активации каталитической реакции и сущность действия катализатора. Понятие о ферментативном катализе в биологических системах.
14. Квантовый характер поглощения и излучения энергии атомами (Планк). Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Уравнение де-Бройля. Волновые свойства частиц и принцип неопределенности.
15. Характер движения электронов в атоме. Электронное облако. Волновая функция и представление об уравнении Шредингера.
16. Энергетические уровни электрона в атоме. Главное квантовое число. Орбитальное квантовое число. Форма s -, p -, d -орбиталей атома. Энергетические подуровни электронов в атомах. Порядок возрастания энергии подуровней.
17. Магнитное квантовое число и пространственная ориентация p - и d -орбиталей. Спиновое квантовое число.
18. Принцип Паули. Принцип наименьшей энергии. Правило Гунда. Электронные формулы и электронно-структурные схемы атомов. Основное, возбужденное и ионизированное состояние атомов.
19. Структура периодической системы элементов: периоды, группы, семейства, s -, p -, d -, f - классификация элементов (блоки). Длиннопериодный и короткопериодный варианты системы.
20. Периодический характер изменения свойств атомов элементов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность. Периодический характер изменения свойств простых веществ, оксидов и водородных соединений элементов.
21. Экспериментальные характеристики химических связей: энергия, длина, направленность, полярность. Экспериментальная кривая потенциальной энергии молекулы водорода (по Гейтлеру-Лондону).
22. Метод валентных связей. Двухэлектронная химическая связь на примере молекулы водорода. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования связи. Кратность связи. Сигма и пи-связи и их образование при перекрывании s -, p -, d -орбиталей.
23. Пространственное строение молекул. Направленность ковалентной связи. Длины связей и валентные углы. Гибридизация атомных орбиталей.
24. Полярность ковалентной связи. Применение относительных электроотрицательностей атомов для приближенной оценки полярности связи. Эффективные заряды атомов в молекулах. Полярные и неполярные молекулы.
25. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Связывающие, разрыхляющие ММО. Заполнение МО электронами в молекулах,

образованных атомами и ионами элементов 1-го и 2-го периодов ПСЭ. Кратность (порядок) связи в ММО.

26. Межмолекулярное взаимодействие и его природа. Энергия межмолекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.

27. Водородная связь и ее природа. Разновидности водородных связей. Биологическая роль водородной связи.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Задача 1. Вычислить при стандартных условиях тепловой эффект биологического процесса $C_6H_{12}O_6(к) + 6O_2 \rightarrow 6CO_2(г) + 6H_2O(ж)$, если энтальпии образования ($\Delta H^\circ_{298 \text{ обр.}}$) глюкозы, оксида углерода(IV) и жидкой воды соответственно равны -1273, -393 и -286 кДж/моль.

Решение:

На основании следствия из закона Гесса изменение энтальпии данной реакции (тепловой эффект реакции) равно:

$$\Delta H^\circ_{298} = 6 \cdot \Delta H^\circ_{298 \text{ обр.}}(CO_2) + 6 \cdot \Delta H^\circ_{298 \text{ обр.}}(H_2O) - \Delta H^\circ_{298 \text{ обр.}}(C_6H_{12}O_6);$$
$$\Delta H^\circ_{298} = 6 \text{ моль} \cdot (-393 \text{ кДж/моль}) + 6 \text{ моль} \cdot (-286 \text{ кДж/моль}) - 1 \text{ моль} \cdot (-1273 \text{ кДж/моль}) = -2801 \text{ кДж.}$$

Т.к. ΔH°_{298} реакции < 0 , то данная реакция является экзотермической.

Задача №2. Энтальпии растворения $MeSO_4$ и $MeSO_4 \cdot 10H_2O$ соответственно равны -45,8 и +12,6 кДж/моль. Вычислить теплоту образования кристаллогидрата (теплоту гидратации) при следующем превращении $MeSO_4(к) + 10H_2O \rightarrow MeSO_4 \cdot 10H_2O(к)$.

Решение:

На основании следствия из закона Гесса теплота образования кристаллогидрата $\Delta H_{кр}$ равна разности между теплотой растворения (ΔH_1) безводной соли $MeSO_4$ и теплотой растворения твердого кристаллогидрата $MeSO_4 \cdot 10H_2O$ (ΔH_2):

$$\Delta H_{кр} = \Delta H_1 - \Delta H_2 = -45,8 \text{ кДж/моль} - (+12,6 \text{ кДж/моль}) = -58,4 \text{ кДж/моль.}$$

Задача №3. Используя справочные данные $\Delta H^\circ_{298 \text{ обр.}}$ и S°_{298} веществ, рассчитать ΔG°_{298} реакции $2H_2S(г) + 3O_2 = 2H_2O(г) + 2SO_2(г)$. Указать преимущественное направление протекания данной реакции при стандартных условиях и какое влияние на направление данной реакции оказывают энтальпийный и энтропийный факторы.

Решение:

1. Определяем изменение стандартной энтальпии данной реакции:

$$\Delta H^\circ_{298} = 2 \cdot \Delta H^\circ_{298 \text{ обр.}}(H_2O) + 2 \cdot \Delta H^\circ_{298 \text{ обр.}}(SO_2) - 2 \cdot \Delta H^\circ_{298 \text{ обр.}}(H_2S);$$
$$\Delta H^\circ_{298} = 2 \text{ моль} \cdot (-242 \text{ кДж/моль}) + 2 \text{ моль} \cdot (-297 \text{ кДж/моль}) - 2 \text{ моль} \cdot (-20 \text{ кДж/моль}) = -1038 \text{ кДж.}$$

2. Определяем изменение стандартной энтропии данной реакции:

$$\Delta S^{\circ}_{298} = 2 \cdot S^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{O}) + 2 \cdot S^{\circ}_{298}(\text{SO}_2) - 2 \cdot S^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{S}) - 3 \cdot S^{\circ}_{298}(\text{O}_2);$$

$$\Delta S^{\circ}_{298} = 2 \text{ моль} \cdot 189 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} + 2 \text{ моль} \cdot 248 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} - 2 \text{ моль} \cdot 206 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} - 3 \text{ моль} \cdot 205 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = -153 \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$$

3. Используя выражение $\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \cdot \Delta S^{\circ}$, определяем изменение стандартной энергии Гиббса данной реакции.

$$\Delta G^{\circ}_{298} = \Delta H^{\circ}_{298} - 298 \cdot \Delta S^{\circ}_{298};$$

$$\Delta G^{\circ}_{298} = -1038 \text{ кДж} - 298 \text{ К} \cdot (-0,153 \text{ кДж/К}) = -992,4 \text{ кДж}.$$

Т.к. ΔG°_{298} реакции меньше нуля, то при стандартных условиях данная реакция будет преимущественно протекать в прямом направлении. Энтальпийный фактор ($\Delta H < 0$) будет способствовать протеканию данной реакции в прямом (\rightarrow) направлении, а энтропийный фактор ($\Delta S < 0$) способствует протеканию реакции в обратном (\leftarrow) направлении, то есть эти факторы противодействуют. При 298 К $|\Delta H| > |T\Delta S|$, поэтому $\Delta G^{\circ}_{298} < 0$ и реакция протекает в прямом направлении.

Задача №4. Используя справочные данные ΔG°_{298} обр. веществ, рассчитать константу химического равновесия обратимой реакции $2\text{NO}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2$ при 100°C . Принять, что величина ΔG° обр. от температуры не зависит.

Решение:

1. Определяем изменение стандартной энергии Гиббса данной реакции:

$$\Delta G^{\circ}_{298} = 2 \cdot \Delta G^{\circ}_{298} \text{ обр.}(\text{NO}) - 2 \cdot \Delta G^{\circ}_{298} \text{ обр.}(\text{NO}_2)$$

$$\Delta G^{\circ}_{298} = 2 \text{ моль} \cdot 86,7 \text{ кДж/моль} - 2 \text{ моль} \cdot 51,8 \text{ кДж/моль} = 69,8 \text{ кДж}.$$

2. Используя уравнение изотермы химической реакции при стандартных условиях $\Delta G^{\circ} = -RT \ln K$, определяем численное значение константы равновесия при 100°C :

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K, \quad \ln K = -\frac{\Delta G^{\circ}}{RT};$$

$$\ln K = -\frac{69800 \text{ Дж}}{8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 398 \text{ К}} = -21,1.$$

$$K = 6,7 \cdot 10^{-10}.$$

Т.к. численное значение константы равновесия намного меньше единицы, то при данных условиях реакция протекает преимущественно в обратном направлении.

ЗАДАНИЯ К КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ №1

1. Закон Гесса. Пояснить на примерах.

Стандартная энтальпия образования ($\Delta H^\circ_{298 \text{ обр.}}$, кДж/моль) равна:

- а) газообразного сероводорода (-21,0);
- б) жидкой воды (-285,8);
- в) газообразного оксида азота(II) (+90,3);
- г) газообразного аммиака (-46,2);
- д) кристаллического оксида хрома(III) (-1140,6).

Написать уравнение реакции, к которой относится этот тепловой эффект.

2. Рассчитать, пользуясь справочными данными $\Delta H^\circ_{298 \text{ обр}}$ веществ, при 298 К и постоянном давлении тепловой эффект реакции

- а) $3\text{CO(г)} + \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(к)} = 2\text{Fe(к)} + 3\text{CO}_2\text{(г)}$
- б) $2\text{NO(г)} + \text{O}_2\text{(г)} = 2\text{NO}_2\text{(г)}$
- в) $2\text{C}_2\text{H}_2\text{(г)} + 5\text{O}_2\text{(г)} = 4\text{CO}_2\text{(г)} + 2\text{H}_2\text{O(г)}$
- г) $\text{C}_2\text{H}_4\text{(г)} + 3\text{O}_2\text{(г)} = 2\text{CO}_2\text{(г)} + 2\text{H}_2\text{O(г)}$
- д) $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(к)} + 3\text{Mg(к)} = 2\text{Fe(к)} + 3\text{MgO(к)}$

Является данная реакция экзо- или эндотермической?

3. Энтальпии растворения CuSO_4 , $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ соответственно равны -66,5; -39,0 и +11,7 кДж/моль. Вычислите энтальпию образования кристаллогидрата при следующем переходе:

- а) $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

4. Энтальпии растворения MgSO_4 , $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ соответственно равны -84,8; -55,6 и +15,9 кДж/моль. Вычислите энтальпию образования кристаллогидрата при следующем переходе:

- а) $\text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

5. Энтропия. Уравнение Больцмана. Не делая количественных расчетов, качественно оценить, как изменяется энтропия реакции? Ответ пояснить.

- а) $\text{NH}_4\text{Cl(к)} \rightarrow \text{NH}_3\text{(г)} + \text{HCl(г)}$
- б) $2\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(к)} + 3\text{C(к)} \rightarrow 4\text{Fe(к)} + 3\text{CO}_2\text{(г)}$
- в) $4\text{Cr(к)} + 3\text{O}_2\text{(г)} \rightarrow 2\text{Cr}_2\text{O}_3\text{(к)}$
- г) $4\text{Al(к)} + 3\text{O}_2\text{(г)} \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3\text{(к)}$
- д) $2\text{H}_2\text{(г)} + \text{O}_2\text{(г)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O(г)}$

6. Пользуясь справочными данными $\Delta H^\circ_{298 \text{ обр}}$ и S°_{298} веществ, рассчитать изменение ΔG°_{298} реакции (см. задание 5 под соответствующим индексом а, б и т.д.)

Указать направление протекания реакции в этих условиях и какое влияние на направление самопроизвольного протекания данной реакции оказывают энтропийный и энтальпийный факторы.

7. Используя закон действующих масс для прямой и обратной реакций, вывести выражение константы равновесия обратимой реакции:

- а) $\text{C(к)} + \text{H}_2\text{O(г)} \leftrightarrow \text{CO(г)} + \text{H}_2\text{(г)} - 131,3 \text{ кДж}$
- б) $2\text{NH}_3\text{(г)} \leftrightarrow \text{N}_2\text{(г)} + 3\text{H}_2\text{(г)} - 92,4 \text{ кДж}$
- в) $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(к)} + 3\text{CO(г)} \leftrightarrow 2\text{Fe(к)} + 3\text{CO}_2\text{(г)} + 26,8 \text{ кДж}$
- г) $\text{C(к)} + \text{CO}_2\text{(г)} \leftrightarrow 2\text{CO(г)} - 172,5 \text{ кДж}$
- д) $2\text{SO}_2\text{(г)} + \text{O}_2\text{(г)} \leftrightarrow 2\text{SO}_3\text{(г)} + 197,8 \text{ кДж}$

Рассмотреть влияние на химическое равновесие обратимой реакции:

- 1) изменения концентрации исходных веществ и продуктов реакции;
- 2) давления,
- 3) температуры.

8. Гомогенная реакция между веществами А и В выражается уравнением:
 $\text{A} + 2\text{B} \leftrightarrow \text{C}$. Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В -- 0,5 моль/л. Константа скорости реакции равна 0,4 л²/с·моль². Определить начальную скорость реакции и скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшится на 0,1 моль/л.
9. Константа химического равновесия системы $2\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{N}_2\text{O}$ равна 1,21. Равновесные концентрации: $[\text{N}_2] = 0,72$ и $[\text{N}_2\text{O}] = 0,84$ моль/л. Вычислить начальную и равновесную концентрации кислорода.
10. Константа скорости гомогенной реакции $2\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C}$ равна 0,8 л²/с·моль². Начальные концентрации: $[\text{A}] = 2,5$ моль/л и $[\text{B}] = 1,5$ моль/л. В результате протекания реакции концентрация вещества В оказалась равной 1,0 моль/л. Вычислить, чему стала равна концентрация вещества А и скорость реакции.
11. Константа химического равновесия обратимой реакции $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$ при некоторой температуре равна 0,3. Вычислить концентрации компонентов системы при наступлении равновесия, если начальная концентрация NO_2 равна 0,2 моль/л.
12. Обратимая гомогенная реакция выражается уравнением $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C}$. Константа химического равновесия равна 1. Начальные концентрации $[\text{A}] = 3$ моль/л и $[\text{B}] = 2$ моль/л. Вычислить равновесные концентрации всех участвующих в реакции веществ.
13. Используя справочные данные $\Delta G^\circ_{\text{обр.}}$ веществ, рассчитайте константу химического равновесия обратимой реакции при 100°C.
- а) $\text{CaCO}_3\text{(к)} \leftrightarrow \text{CaO(к)} + \text{CO}_2\text{(г)}$
 - б) $\text{N}_2\text{O}_4\text{(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_2\text{(г)}$
 - в) $2\text{SO}_3\text{(г)} \leftrightarrow 2\text{SO}_2\text{(г)} + \text{O}_2$
 - г) $\text{CO}_2\text{(г)} + \text{C(к)} \leftrightarrow 2\text{CO(г)}$
 - д) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3\text{(к)} \leftrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3\text{(к)} + 3\text{SO}_3\text{(к)}$
- Принять, что величина $\Delta G^\circ_{\text{обр.}}$ от температуры не зависит.

По величине константы равновесия сделать вывод о преимущественном направлении протекания обратимой реакции в этих условиях. Ответ пояснить.

14. Определить место элемента (номер группы и периода) в периодической системе, атом которого имеет следующую электронную формулу:

- а) $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 p^1$
- б) $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^6 4s^2$
- в) $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2$
- г) $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^2$
- д) $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^4$

Сколько всего энергетических подуровней и атомных орбиталей имеет внешний энергетический уровень атома этого элемента?

Изобразите графически его основное и возбужденное состояния. К какому типу элементов (s, p, d, f) относится данный элемент?

15. На основании метода валентных связей представить электронное строение и геометрию молекул (указать тип гибридизации валентных орбиталей центрального атома):

- а) BeCl_2 , NH_3
- б) H_2O , SiCl_4
- в) CO_2 , NF_3
- г) H_2S , CCl_4
- д) BCl_3 , CH_4

16. Изобразить энергетическую диаграмму образования молекулы по методу МО, рассчитать порядок связи в молекуле и указать магнетизм вещества.

- а) NO б) N_2 в) F_2 г) CO д) O_2

17. Исходя из теории межмолекулярного взаимодействия, расположите по возрастанию температуры кипения следующие вещества:

- а) NaCl , N_2 , NH_3
- б) O_2 , H_2O , NaBr
- в) HF, CO, KCl
- г) H_2 , HCl, NaI
- д) H_2S , F_2 , KBr

18. При повышении температуры на 10° скорость реакции увеличилась в 3 раза. Как изменится скорость этой реакции при:

- а) повышении температуры с 30° до 80°C
- б) повышении температуры с 20° до 120°C
- в) повышении температуры с 50° до 300°C
- г) понижении температуры с 90° до 20°C
- д) понижении температуры с 80° до 50°C ?

19. Выберите правильные ответы:

- а) $\text{CO}_2(\text{г})$ б) $\text{H}_2(\text{г})$ в) $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ г) Ca(к) д) $\text{SiO}_2(\text{к})$

Какие величины для данного вещества при стандартных условиях равны нулю:

1. теплота образования
2. энтропия
3. теплота сгорания
4. энтальпия образования
5. энергия Гиббса образования?

20. а) H_2O б) H_2S в) CO_2 г) O_2 д) NH_3

20. В каком случае энтропия, рассчитанная на 1 моль данного вещества, будет наибольшей:

1. жидкое вещество
2. твердое вещество
3. газ при 150°C
4. газ при 250°C
5. для всех агрегатных состояний одинакова

21. В каких случаях тепловой эффект реакции является теплотой нейтрализации сильной кислоты и сильного основания:

1. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + Q_1$
2. $2\text{HCl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + Q_2$
3. $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + Q_3$
4. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + Q_4$
5. $\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \frac{1}{2}\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + Q_5$

22. а) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2 + Q(\text{г})$
 б) $\text{KOH}(\text{т}) + n\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}^+(\text{р-р}) + \text{OH}^-(\text{р-р}) + Q$
 в) $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г}) + Q$
 г) $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{т}) + n\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{р-р}) + \text{Cl}^-(\text{р-р}) - Q$
 д) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{т}) + 6\text{O}_2(\text{г}) = 6\text{CO}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + Q$

Какие значения ΔH° , S° и ΔG° будут характерны для данного процесса, если он протекает самопроизвольно:

1. $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$, $\Delta G > 0$
2. $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$, $\Delta G < 0$
3. $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$, $\Delta G > 0$
4. $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$, $\Delta G < 0$
5. $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$, $\Delta G < 0$

23. При каком значении ΔG° вероятность (глубина) протекания реакции в прямом направлении будет наибольшей:

1. -100 кДж
2. +200 кДж
3. -10000 Дж
4. -300 кДж
5. +400 кДж

24. а) $2\text{ЭO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{ЭO}_2(\text{г})$
 б) $2\text{Э}_2\text{O}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 4\text{ЭO}_2(\text{г})$
 в) $2\text{ЭO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{ЭO}_3(\text{г})$
 г) $2\text{Э}_2\text{O}_3(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 4\text{ЭO}_2$



В сосуд поместили одинаковые количества оксида элемента и кислорода. Скорость данной гомогенной необратимой реакции станет равной нулю, когда

- 1 концентрация кислорода станет равной нулю;
- 2 концентрация исходного оксида элемента станет равной нулю;
- 3 константа скорости станет равной нулю;
- 4 концентрация продукта реакции станет равной концентрации исходных веществ;
- 5 кислород полностью израсходуется.

25. а) $v = kc^2(\text{A}) \cdot c^2(\text{B})$
 б) $v = kc^2(\text{A}) \cdot c(\text{B})$
 в) $v = kc^2(\text{A})$
 г) $v = kc(\text{A}_2) \cdot c(\text{B}_2)$
 д) $v = kc^2(\text{A}) \cdot c(\text{B}_2)$

Для какой из химических реакций записано данное уравнение скорости реакции:

1. $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) \rightarrow \text{Д}(\text{г})$
 2. $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{т}) \rightarrow \text{Д}(\text{г})$
 3. $2\text{A}(\text{р-р}) + 2\text{B}(\text{р-р}) \rightarrow 3\text{Д}(\text{р-р})$
 4. $\text{A}_2(\text{г}) + \text{B}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{Д}(\text{г})$
 5. $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}_2(\text{г}) \rightarrow \text{Д}(\text{г})$
 6. $\text{A}_2(\text{г}) + 2\text{B}(\text{г}) \rightarrow 2\text{Д}(\text{г})$
26. а) $2\text{B}(\text{г}) + \text{Д}(\text{т}) \rightarrow \text{В}(\text{г})$
 б) $2\text{B}(\text{т}) + \text{Д}(\text{г}) \rightarrow \text{В}(\text{г})$
 в) $\text{В}(\text{г}) + 2\text{Д}(\text{г}) \rightarrow \text{В}(\text{г})$
 г) $2\text{B}(\text{р-р}) + \text{Д}(\text{р-р}) \rightarrow \text{В}(\text{р-р})$
 д) $\text{В}(\text{ж}) + 2\text{Д}(\text{г}) \rightarrow \text{В}(\text{г})$

В отличие от константы скорости, скорость данной реакции зависит:

- 1 от температуры
- 2 от концентрации вещества В
- 3 от концентрации вещества Д
- 4 от времени реакции
- 5 от присутствия катализатора
- 6 от природы растворителя, в котором проводится данная реакция
- 7 от давления в системе

27. Какие величины не изменяются при введении катализатора в реакционную смесь:

- 1 скорость реакции
- 2 константа скорости реакции
- 3 константа химического равновесия обратимой реакции
- 4 энергия активации реакции
- 5 доля активных частиц в реакционной смеси
- 6 выход продуктов обратимой реакции

28. а) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г}) - Q$
 б) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г}) + Q$
 в) $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2(\text{г}) + Q$
 г) $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + Q$
 д) $2\text{NO}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2 - Q$

Численное значение константы химического равновесия увеличится при действии на систему факторов:

- 1 уменьшение температур
 - 2 нагревание системы
 - 3 введение положительного катализатора
 - 4 увеличение концентрации исходных веществ
 - 5 уменьшение концентрации продуктов реакции
 - 6 увеличение давления в системе
29. а) $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Д}(\text{г})$
 б) $2\text{A}(\text{т}) + \text{B}(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Д}(\text{г})$
 в) $\text{B}(\text{г}) + 2\text{E}(\text{г}) \leftrightarrow \text{A}(\text{г}) + \text{Д}(\text{г})$
 г) $\text{A}(\text{г}) + 2\text{B}(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Д}(\text{г})$
 д) $2\text{B}(\text{г}) + \text{E}(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{A}(\text{т}) + \text{Д}(\text{г})$

Какая величина при протекании данной обратимой реакции не изменится при добавлении вещества А в реакционную смесь:

- 1 выход продукта реакции Д
 - 2 константа химического равновесия
 - 3 скорость прямой реакции
 - 4 константа скорости прямой реакции
 - 5 равновесная концентрация вещества В
30. а) $\Delta G^\circ = +80 \text{ кДж}$
 б) $\Delta G^\circ = +150 \text{ кДж}$
 в) $\Delta G^\circ = -75 \text{ кДж}$
 г) $\Delta G^\circ = -40 \text{ кДж}$
 д) $\Delta G^\circ = +120 \text{ кДж}$

Используя данное изменение стандартной энергии Гиббса обратимой реакции, указать, какое из приведенных утверждений для константы химического равновесия будет правильным:

1. $K > 1$
 2. $K < 1$
 3. $K < 0$
 4. $K = 1$
 5. $K = 0$
31. Какие из предложенных электронных конфигураций невозможны, т.к. противоречат принципу Паули:
1. $2s^2 2p^2 2d^4$
 2. $3s^2 3p^7 3d^5$
 3. $3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
 4. $4s^3 4p^6 4d^8$

5. $3s^1 3p^3 3d^1$

32. Указать ряд, в котором символы частиц записаны в порядке увеличения их радиусов:

1. Na^+ , K^+ , Ar , Cl , Na , K
2. Na^+ , Ar , Cl , Na , K^+ , K
3. Ar , Cl , Na^+ , Na , K^+ , K
4. K , Na , Cl , Ar , K^+ , Na^+
5. Na^+ , Ar , Cl , K^+ , Na , K

33. а) $6p^3$ б) $6d^3$ в) $5p^4$ г) $6p^1$ д) $4d^2$

Указать соответственно номер периода и группы, в которых находится элемент в ПСЭ, если его атом в основном состоянии содержит на внешнем или предвнешнем энергетическом уровне данную электронную конфигурацию:

1. 6 и 5 2. 5 и 6 3. 6 и 3 4. 7 и 5 5. 4 и 2 6. 5 и 4

34. Атомы каких элементов не имеют высшей степени окисления в соединениях или высшей валентности, совпадающих с номером группы ПСЭ, в которой находятся эти элементы:

1. N 2. Cl 3. S 4. F 5. O 6. Mn 7. Ne

35. а) NO_2 , CO , HNO_3 , H_3^+O

б) SO_2 , O_3 , H_2O , CO

в) CO_2 , H_3^+O , H_2SO_4 , O_3

г) O_2 , NO , CO , H_3^+O

д) SiO_2 , O_3 , CO , H_2SO_3

Указать число частиц, в которых содержится 3 ковалентные связи:

1. 2 2. 3 3. 4 4. 1

36. а) SiCl_4 , CO_2 , PF_5 , BF_3 , $[\text{SiF}_6]^{2-}$

б) BeF_2 , C_2H_4 , CCl_4 , BiF_3 , SF_6

в) NH_4^+ , C_2H_2 , BCl_3 , $[\text{PF}_6]^-$, PCl_5

г) C_6H_6 , NH_3 , BeCl_2 , SeF_6 , PF_3Cl_2

д) H_2O , CO_2 , BBr_3 , $[\text{SiF}_6]^{2-}$, SbCl_5

Указать последовательно типы гибридизации валентных орбиталей центрального атома в данном ряду частиц.

1. sp , sp^2 , sp^3 , $3p^3d^1$, sp^3d^2

2. sp^3 , sp , sp^3d^1 , sp^2 , sp^3d^2

3. sp^3 , sp , sp^2 , sp^3d^2 , sp^3d^1

4. sp^2 , sp^3 , sp , sp^3d^2 , sp^3d^1

5. sp^3 , sp , sp^2 , sp^3d^2 , sp^3d^1

37. В каких веществах ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, KH , H_3PO_4 , HF , H_2Se , C_2H_4 , CH_3COOH , $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$) имеются водородные связи:

1. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, H_3PO_4 , H_2Se , $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$

2. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, H_3PO_4 , HF , CH_3COOH , $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$

3. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, KH , HF , CH_3COOH

4. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, HF , CH_3COOH , C_2H_4

5. H_3PO_4 , H_2Se , CH_3COOH

38. Указать, какая частица (O_2^{2-} , O_2^- , O_2^0 , O_2^+) будет наиболее прочной, если в данном ряду этих частиц число разрыхляющих электронов в них монотонно уменьшается, а число связывающих электронов во всех этих частицах одинаково:

1. O_2^{2-} 2. O_2^- 3. O_2^0
4. O_2^+ 5. прочность всех частиц одинакова

Примерный вариант задания для защиты контрольной работы №1

1. Даны стандартные энтальпии образования (кДж/моль)
 $Hg^{2+}(p-p) + S^{2-}(p-p) = HgS(t)$
 173,47 32,64 -58,99
 а) рассчитайте стандартную энтальпию реакции
 б) определите, является ли реакция экзо- или эндотермической
 в) выгодна ли она энергетически.
2. Даны стандартные энергии Гиббса образования компонентов реакции (кДж/моль)
 $Hg^{2+}(p-p) + S^{2-}(p-p) = HgS(t)$
 164,68 85,40 -51,42
 а) определите, какой из приведенных компонентов термодинамически наиболее устойчив
 б) рассчитайте стандартную энергию Гиббса реакции
 в) определите направление реакции в стандартных условиях
3. По стандартной энергии Гиббса рассчитайте константу равновесия реакции (см. задание 2) при 280 К. По константе равновесия определите направление реакции. Возможно ли в данных условиях, практически, полное осаждение катиона ртути избытком сульфида?
4. Запишите выражение константы равновесия гетерогенной реакции (см. задание 1 – 2). Каково направление смещения данного равновесия при добавлении в раствор избытка катионов ртути.
5. Рассчитайте скорость прямой реакции (задание 1) при концентрации ионов ртути и серы, соответственно, равных 0,005 и 0,1 (константу скорости принять равной 10^4).
6. Температуру реакции снизили на 200 К. Как изменится при этом скорость реакции?

7. Электронная формула атома хрома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

а) рассчитайте значения магнитного квантового числа m для $\ell = 0$. Сколько орбиталей на этом подуровне? Сколько различных пространственных ориентаций имеет s -облако?

б) запишите электронную формулу иона Cr^{3+} ;

в) какая из связей $Cr - P$, $Cr - Cl$, $Cr - Br$ наиболее короткая, какая наиболее прочная?

8. Химическая формула фторида кремния SiF_4 :

а) определите валентность кремния в этой молекуле и максимальную ковалентность кремния;

б) атом кремния во фториде sp^3 -гибридизован: покажите форму одной гибридной орбитали, взаимное расположение гибридных орбиталей кремния в молекуле, укажите валентный угол;

в) объясните механизм образования связи $Si - F$ при взаимодействии атомов кремния и фтора; покажите перекрывание гибридного облака кремния с p -облаком фтора. Какая при этом образовалась связь – σ , π ?

9. Электронная формула молекулы азота N_2 [$KK \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \pi_y^2 \pi_z^2 \sigma_x^2$]

а) расположите в порядке повышения энергии две исходные атомные орбитали и образующиеся связывающую и разрыхляющую молекулярные;

б) определите кратность связи в молекуле азота;

в) кратность связи в молекулярном ионе N_2^+ 2,5. Запишите его электронную формулу.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №2

Включает следующие темы:

1. Учение о растворах неэлектролитов и электролитов.
2. Реакции с переносом электронов.
3. Комплексные соединения.
4. Химия элементов и их соединений: s -элементы, d -элементы I-III групп.

Программные вопросы:

1. Учение о растворах. Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество, растворимость. Растворы газообразных, жидких и твердых веществ.
2. Вода как один из наиболее распространенных растворителей в биосфере и химической технологии. Роль водных растворов в жизнедеятельности организмов.

3. Процесс растворения как физико-химическое явление. Термодинамика процесса растворения.
4. Растворимость газов в жидкостях и ее зависимость от температуры и давления. Законы Генри, Генри-Дальтона. Влияние на растворимость физико-химических свойств газа и растворителя. Зависимость растворимости газа от концентрации электролита в растворе (закон Сеченова).
5. Понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором (закон Рауля), повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания (кристаллизации) растворов.
6. Осмос. Осмотическое давление растворов неэлектролитов и электролитов. Закон Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент. Гипо-, изо- и гипертонические растворы. Роль осмоса и осмотического давления в биологических системах. Плазмолиз, гемолиз, тургор.
7. Состояние ионов в водных растворах. Гидратация. Аквакомплексы. Растворы слабых электролитов. Применение закона действующих масс к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации.
8. Закон разбавления Оствальда. Ступенчатый характер ионизации слабых электролитов. Смещение равновесия ионизации в растворах слабых электролитов.
9. Представления о теории сильных электролитов. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов сильных электролитов в растворах.
10. Равновесие между раствором и осадком малорастворимого электролита. Константа растворимости (произведение растворимости). Условия растворения и осаждения осадков.
11. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель - pH; pH растворов сильных и слабых кислот и оснований.
12. Теории кислот и оснований (Аррениуса, Льюиса, Бренстеда и Лоури). Основные понятия: кислота, основание, протолитическая реакция, кислотно-основные пары. Константа кислотности (K_a) и константа основности (K_b).
13. Процессы ионизации, нейтрализации, гидролиза с точки зрения различных теорий кислот и оснований.

14. Гидролиз катионов, анионов и совместный гидролиз. pH растворов гидролизующихся солей. Степень и константа гидролиза солей. Смещение равновесия процесса гидролиза.
15. Амфотерные электролиты (амфолиты). Растворение амфотерных гидроксидов в сильных кислотах и основаниях.
16. Роль ионных, в том числе кислотно-основных, взаимодействий при метаболизме лекарств, в анализе лекарственных препаратов, при приготовлении лекарственных смесей. Химическая несовместимость лекарственных веществ.
17. Электронная теория окислительно-восстановительных реакций. Сопряженные пары окислитель-восстановитель. Влияние pH среды на направление реакций окисления-восстановления и характер образующихся продуктов. Роль ОВ процессов в метаболизме. Примеры.
18. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элементов в ПСЭ и степени окисления элементов в соединениях. ОВ двойственность. Примеры.
19. Окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций (электродные потенциалы). Определение направления протекания ОВ реакций по разности стандартных электродных потенциалов. Примеры.
20. Водород. Особенности положения в периодической системе элементов. Типичные реакции с простыми и сложными веществами. Ион водорода и ион гидроксония. Вода, ее свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Получение чистой воды.
21. Водород пероксид. Получение, его КО и ОВ характеристики. Окислительно-восстановительная двойственность. Применение в медицине и фармации.
22. Элементы группы IA (щелочные металлы). Общая характеристика, свойства щелочных металлов. Оксиды и гидроксиды. Пероксиды и надпероксиды, их свойства.
23. Гидриды щелочных металлов, их свойства. Образование комплексных соединений ионами металлов IA и IIA групп. Макроциклические комплексы. Биологическая роль элементов групп IA и IIA и применение их соединений в медицине и фармации.

24. Элементы группы IIA. Общая характеристика, их свойства в сравнении со свойствами элементов IA группы. Бериллий. Амфотерность оксида и гидроксида, гидролиз солей. Фторобериллаты.
25. Магний. Магний оксид и гидроксид. Растворимость солей в воде. Применение в медицине. Ион магния как комплексообразователь. Хлорофилл.
26. Элементы подгруппы кальция (щелочноземельные металлы). Общая характеристика. Физико-химические свойства оксидов, гидроксидов, пероксидов и солей. Сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение. Жесткость воды, методы устранения жесткости.
27. Химия d-элементов. Общая характеристика: переменные степени окисления, образование комплексных соединений, окраска соединений. Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Лантаноидное сжатие.
28. Элементы группы YIB. Общая характеристика. Хром, его химическая активность. Соединения хрома (II) и (III), их КО и ОВ характеристики. Амфотерность гидроксида хрома (III). Растворимость и гидролиз солей. Комплексные соединения хрома (III) и хрома (II).
29. Соединения хрома (YI). Хром (YI) оксид, хромовая и дихромовая кислоты. Хроматы и дихроматы, равновесие в растворах. Окислительные свойства хроматов и дихроматов, зависимость от pH среды. Биологическое значение хрома и молибдена в организмах, применение их соединений в фармации (фармацевтический анализ).
30. Элементы группы YII В. Общая характеристика. Марганец, его химическая активность. Свойства оксида и гидроксида марганца (II). Соли марганца (II), растворимость и гидролиз. Комплексные соединения марганца (II) и марганца (III).
31. Марганец(YI) оксид. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, влияние pH. Соединения марганца (YI): манганаты, их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворах и условия стабилизации. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца (YI).
32. Соединения марганца (YII) - оксид, марганцовая кислота, перманганаты, КО и ОВ свойства, продукты восстановления при

различных значениях pH растворов. Термическое разложение. Использование сильных окислительных свойств калий перманганата в качестве антисептического средства в медицине и в фармацевтическом анализе.

33. Элементы группы УПВ. Общая характеристика группы. Железо. Химическая активность. Оксиды, гидроксиды и соли железа (II) и (III). Растворимость, устойчивость, гидролиз, окислительно-восстановительные свойства.
34. Комплексные соединения железа, их получение с различными лигандами. Макроциклические комплексы: гемоглобин и железосодержащие ферменты. Ферраты, получение и окислительные свойства. Применение железа и железосодержащих препаратов в медицине и фармации.
35. Кобальт и никель. Химическая активность. Важнейшие соединения кобальта (II), кобальта (III) и никеля (II). КО и ОВ свойства. Образование комплексных соединений. Реакция Чугаева. Кобальт и никель как микроэлементы. Кофермент-В₁₂.
36. Элементы группы IV. Общая характеристика группы. Физические и химические свойства простых веществ. Комплексные соединения меди (I) и (II). Химические основы применения соединений меди в медицине и в фармацевтическом анализе.
37. Соединения меди (I) и (II), их КО и ОВ характеристики, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения меди (II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами.
38. Серебро, химическая активность. Важнейшие соединения серебра (I), их свойства. Растворимые и нерастворимые соли, их получение, свойства. Способность соединений серебра(I) к комплексообразованию.
39. Комплексные соединения серебра с различными лигандами (с аммиаком, галогенидами, тиосульфат-ионами), их получение. Химические основы применения соединений серебра в качестве лечебных препаратов и в фармацевтическом анализе.
40. Золото. Соединения золота (I) и золота (III), их КО и ОВ характеристики, способность к комплексообразованию. Применение в медицине и фармации.

41. Элементы группы IIB. Общая характеристика. Цинк, химическая активность. Амфотерность гидроксида. Соли, их растворимость, гидролиз. Комплексные соединения цинка. Цинкосодержащие ферменты.
42. Ртуть. Общая характеристика, пониженная химическая активность простого вещества, ковалентность образуемых связей с мягкими лигандами, образование связи между атомами ртути. Окисление ртути серой и азотной кислотой. Соединения ртути (I). Химические основы применения соединений ртути в медицине и фармации.
43. Соединения ртути (I) и (II), их КО и ОВ характеристики, способность ртути (I) и ртути (II) к комплексообразованию. Химизм токсического действия соединений кадмия и ртути.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Задача 1. Водные растворы KCl (0,25 моль/л) и фруктозы (0,45 моль/л) при 25°C изотоничны. Определить кажущуюся степень диссоциации KCl в водном растворе.

Решение:

1. Из условия задачи следует, что осмотические давления растворов электролита KCl и неэлектролита фруктозы будут равны:

$$iC(KCl) \cdot RT = C(C_6H_{12}O_6) \cdot RT$$

отсюда
$$i = \frac{C(C_6H_{12}O_6)}{C(KCl)} = \frac{0,45}{0,25} = 1,8$$

2. Определяем кажущуюся степень диссоциации (α) KCl в водном растворе, используя соотношение, связывающее α с изотоническим коэффициентом.

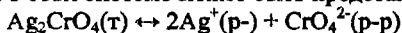
$$\alpha = \frac{i-1}{n-1} = \frac{1,8-1}{2-1} = 0,8 \quad \text{или} \quad 80\%,$$

где n – общее количество всех ионов, образующихся при диссоциации 1 моль данного электролита.

Задача 2. Растворимость хромата серебра Ag_2CrO_4 при 25°C равна $1,2 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³. Определить константу растворимости этой соли при данной температуре.

Решение:

1. Равновесие в этой системе может быть представлено уравнением:



Отсюда молярные концентрации ионов в насыщенном растворе данного труднорастворимого электролита будут равны:

$$\alpha(\text{Ag}^+) = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3;$$

$$\alpha(\text{CrO}_4^{2-}) = 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

2. Определяем численное значение константы растворимости Ag_2CrO_4 в воде:

$$K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = C^2(\text{Ag}^+) \cdot C(\text{CrO}_4^{2-});$$

$$K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = (2,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3)^2 \cdot 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3 = 6,9 \cdot 10^{-12} (\text{моль/дм}^3)^3.$$

Задача 3. Рассчитать молярную концентрацию ионов OH^- в водном растворе при 25°C , если водородный показатель (pH) этого раствора равен 5.

Решение:

1. Определяем молярную концентрацию ионов H^+ в данном растворе, используя соотношение $\text{pH} = -\lg C(\text{H}^+)$:

$$C(\text{H}^+) = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5} \text{ моль/дм}^3.$$

2. Определяем молярную концентрацию ионов OH^- в данном растворе, используя выражение $C(\text{H}^+) \cdot C(\text{OH}^-) = 10^{-14}$ (при 25°C).

$$\text{Отсюда } C(\text{OH}^-) = 10^{-14}/10^{-5} = 10^{-9} (\text{моль/дм}^3).$$

Задача 4. Определить направление самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$, используя справочные данные стандартных электродных потенциалов окислительно-восстановительных систем.

Решение:

1. Рассчитываем изменение стандартной энергии Гиббса (ΔG°) данной окислительно-восстановительной реакции.

$$\Delta G^\circ = -Z \cdot F \cdot (\varphi^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0) - \varphi^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0)),$$

где Z – число электронов, участвующих в данной реакции;

F – число Фарадея, равное 96500 кул/моль или 96,5 кДж/В;

$\varphi^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0)$ – стандартный электродный потенциал окислительно-восстановительной системы, выступающий в данной реакции в качестве окислителя;

$\varphi^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0)$ – стандартный электродный потенциал окислительно-восстановительной системы, выступающий в данной реакции в качестве восстановителя.

$$\text{Отсюда } \Delta G^\circ = -2 \cdot 96,5 \text{ кДж/В} [0,34\text{В} - (-0,76\text{В})] = -212,3 \text{ кДж}.$$

2. Определяем направление данной ОВ-реакции:

Т.к. $\Delta G^\circ \ll 0$, то при стандартных условиях, когда $C(\text{Cu}^{2+}) = C(\text{Zn}^{2+}) = 1 \text{ моль/дм}^3$, данная реакция самопроизвольно будет протекать в прямом (\rightarrow) направлении и будет являться практически необратимой.

ЗАДАНИЯ К КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ №2

1. Решить задачу.

а) В 150 см^3 раствора серной кислоты плотностью $1,38 \text{ г/см}^3$ содержится $99,3 \text{ г H}_2\text{SO}_4$.

б) В 500 см^3 раствора хлорида бария плотностью $1,052 \text{ г/см}^3$ содержится $31,58 \text{ г BaCl}_2$.

в) В 250 см^3 раствора гидроксида калия плотностью $1,12 \text{ г/см}^3$ содержится $26,4 \text{ г KOH}$.

г) В 700 см^3 раствора хлорида кальция плотностью $1,28 \text{ г/см}^3$ содержится $269,08 \text{ г CaCl}_2$.

д) В 900 см^3 раствора хлорида алюминия плотностью $1,34 \text{ г/см}^3$ содержится $482,94 \text{ г AlCl}_3$.

Рассчитать по этим данным молярную, моляльную и молярную концентрацию эквивалента предложенного раствора, а также массовую долю и мольную долю растворенного вещества в этом растворе.

2. Решить задачу.

а) Водные растворы CaCl_2 ($0,19 \text{ моль/л}$) и глюкозы ($0,43 \text{ моль/л}$) при 25°C изотоничны. Определить кажущуюся степень диссоциации CaCl_2 в водном растворе.

б) В 1 л раствора содержится $34,2 \text{ г}$ сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Сколько граммов растворенного хлорида алюминия содержится в 250 мл раствора, изотоничного раствору сахара, если кажущаяся степень диссоциации AlCl_3 в этом растворе равна 60% ?

в) Водные растворы K_2SO_4 ($0,2 \text{ моль/л}$) и сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ($0,52 \text{ моль/л}$) при 25°C изотоничны. Определить кажущуюся степень диссоциации K_2SO_4 в водном растворе.

г) Имеются растворы, содержащие в равных количествах воды: первый $0,5 \text{ моль}$ сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, второй – $0,2 \text{ моль}$ хлорида кальция. Оба раствора замерзают при одинаковой температуре. Определить кажущуюся степень диссоциации хлорида кальция в этом растворе.

д) Имеются растворы, содержащие в равных количествах воды: первый $0,25 \text{ моль}$ сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, второй – $0,1 \text{ моль}$ хлорида кальция. Оба раствора кипят при одинаковой температуре. Определите кажущуюся степень диссоциации хлорида кальция в этом растворе.

3. Сформулируйте условия осаждения и растворения труднорастворимых электролитов. Пояснить на примере.

а) Растворимость бромиды свинца PbBr_2 при 18°C равна $2,7 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$. Вычислить константу растворимости этой соли при данной температуре.

б) Растворимость фосфата кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ при 25°C равна

$6,21 \cdot 10^{-7}$ моль/л. Вычислить константу растворимости этой соли при данной температуре.

в) Растворимость иодида свинца PbI_2 при $18^\circ C$ равна $1,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Рассчитать константу растворимости этой соли при данной температуре.

г) Константа растворимости сульфида меди CuS при $25^\circ C$ равна $4 \cdot 10^{-38}$. Сколько литров воды понадобилось бы для растворения 1 г CuS ?

д) Константа растворимости хлорида свинца (II) при $25^\circ C$ равна $2 \cdot 10^{-5}$. Вычислить молярную концентрацию насыщенного раствора хлорида свинца (II) при данной температуре.

4. Ионное произведение воды и водородный показатель (pH) растворов, их зависимость от температуры. Рассчитать молярную концентрацию ионов $[H^+]$ в водном растворе при $25^\circ C$, если:

а) $pOH = 10$

б) $pOH = 8$

в) $pOH = 4$

г) $pOH = 6$

д) $pOH = 5$

5. а) $H_2PO_4^- + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + HPO_4^{2-}$

б) $CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$

в) $CH_3COOH + HON \leftrightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$

г) $CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + OH^-$

д) $CN^- + H_2O \leftrightarrow HCN + OH^-$

В каждой протолитической реакции указать кислоту и основание, а также сопряженные пары кислота-основание. К какому типу относится данная протолитическая реакция?

6. Какие из нижеприведенных солей в водном растворе гидролизуются, а какие – нет? Написать уравнения протолитических реакций гидролиза (по стадиям) в молекулярной и ионной формах, указав реакцию среды.

а) K_2SO_4 , $(NH_4)_2CO_3$, $[Al(H_2O)_6]Cl_3$

б) $LiBr$, $[Fe(H_2O)_6]Cl_3$, $(NH_4)_2CO_3$

в) $NaNO_3$, $Na_3[Al(OH)_6]$, $(NH_4)_2S$

г) $(NH_4)_3PO_4$, $BaCl_2$, $[Zn(H_2O)_6]Cl_2$

д) $K_4[Zn(OH)_6]$, KI , $(NH_4)_2HPO_4$

7. Рассчитать степень окисления подчеркнутого элемента и определить, какое вещество может быть только окислителем, только восстановителем, окислителем и восстановителем. Ответ объяснить.

а) H_3PO_3 , NH_3 , $K_2Cr_2O_7$, $FeCl_3$

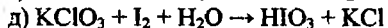
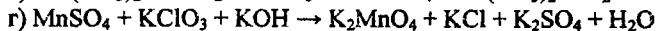
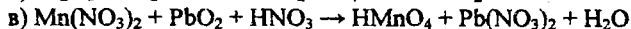
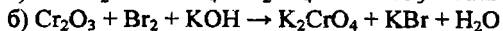
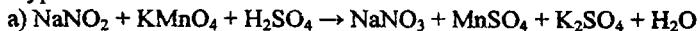
б) $KClO_2$, KI , SO_2 , $KMnO_4$

в) Mg , K_2MnO_4 , Cr_2O_3 , $NaNO_3$

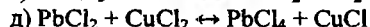
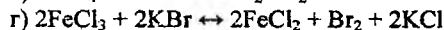
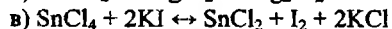
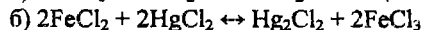
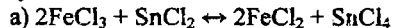
г) H_2SO_4 , $FeSO_4$, $KClO_3$, Ca_3P_2

д) Br_2 , PH_3 , H_2S , $NaNO_2$, $SnCl_4$

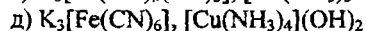
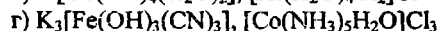
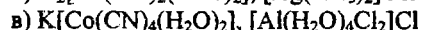
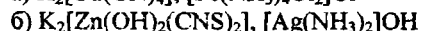
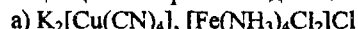
8. Расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции ионно-электронным методом (схему привести). Показать в уравнении реакции окислитель и восстановитель, полуреакцию окисления и полуреакцию восстановления:



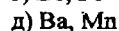
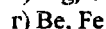
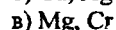
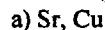
9. Как определить направление окислительно-восстановительной реакции? Пользуясь справочными данными стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, рассчитать ΔG°_{298} и указать преимущественное направление самопроизвольного протекания следующей окислительно-восстановительной реакции:



10. Определите степень окисления и координационное число комплексобразователя, назовите по международной номенклатуре следующие комплексные соединения. Напишите уравнения их диссоциации и выражение для константы нестойкости комплексов.



11. Напишите электронные формулы и электронно-структурные схемы атомов следующих элементов:



Подчеркните валентные электроны. Укажите характерные степени окисления, проявляемые элементами в соединениях.

12. Написать уравнения реакций кислотной и основной диссоциации данного амфотерного гидроксида и указать направление смещения

химического равновесия при добавлении сильной кислоты, NaOH и при нагревании:

- а) $\text{Cr}(\text{OH})_3$
- б) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- в) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- г) $\text{Cd}(\text{OH})_2$
- д) $\text{Cu}(\text{OH})_2$

13. Написать уравнения реакций получения (в молекулярной и ионной формах) данного соединения, если одним из исходных веществ является $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$, Na_2CrO_4 , Cr , $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_3$:

- а) FeCl_3
- б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
- г) CrCl_3
- д) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$

14. Написать ионные и молекулярные уравнения реакций следующих превращений:

- а) $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow [\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3$
- б) $\text{Cr} \rightarrow [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} \rightarrow [\text{Cr}(\text{OH})_4]^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$
 $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
- в) $[\text{Fe}(\text{OH})_6]^{3-} \rightarrow [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeO}_4^{2-} \rightarrow \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$
 $\text{KH} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KO}_2$
- г) $\text{Zn} \rightarrow [\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightarrow [\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$
 $\text{BeCO}_3 \rightarrow \text{BeO} \rightarrow \text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-} \rightarrow [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} \rightarrow [\text{BeF}_4]^{2-}$
- д) $\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnS}$

15. Выберите правильные ответы:

- а) $\text{HCl}(\text{r})$ б) $\text{HJ}(\text{r})$ в) $\text{NH}_3(\text{r})$ г) $\text{HBr}(\text{r})$ д) $\text{SO}_2(\text{r})$

Растворимость данного газа в воде является экзотермическим процессом. Как можно повысить растворимость данного газа при приготовлении его водного раствора?

- 1 повысить температуру
- 2 добавить воды
- 3 добавить некоторое количество этого газа
- 4 понизить температуру
- 5 повысить давление данного газа над водой

16. а) экзотермический процесс растворения NaOH в воде
 б) эндотермический процесс растворения NH_4Cl в воде
 в) экзотермический процесс растворения $\text{HCl}(\text{r})$ в воде

г) эндотермический процесс растворения K_2SO_4 в воде
 д) экзотермический процесс растворения $NH_3(g)$ в воде
 Какой из факторов способствует самопроизвольному протеканию данного процесса растворения в прямом направлении.

- 1 энгальпийный фактор
- 2 энтропийный фактор
- 3 и энгальпийный и энтропийный одновременно
- 4 оба фактора способствуют протеканию процесса в обратном направлении

17. а) 500 см^3 $0,4\text{ M NaCl}$ и $0,4\text{ дм}^3$ $0,3\text{ н H}_3\text{PO}_4$
 б) $0,25\text{ дм}^3$ $0,2\text{ M KCl}$ и 270 см^3 $2\text{ н H}_2\text{SO}_4$
 в) $0,8\text{ дм}^3$ $0,3\text{ н AlCl}_3$ и 400 см^3 $0,1\text{ M HCl}$
 г) 100 см^3 $0,8\text{ M CuSO}_4$ и $0,8\text{ дм}^3$ $0,25\text{ н Na}_2\text{SO}_4$
 д) 250 см^3 $0,8\text{ н. Cu(NO}_3)_2$ и $0,4\text{ дм}^3$ $0,25\text{ M KNO}_3$

Общее количество (моль) растворенных веществ в двух данных растворах равно:

1. 0,32
2. 0,20
3. 0,18
4. 0,12
5. 0,24

18. а) KOH , $NaCl$, Na_2SO_4
 б) K_2SO_4 , $Ca(NO_3)_2$, $CuSO_4$
 в) $AlCl_3$, K_3PO_4 , $Cr(NO_3)_3$
 г) H_2SO_4 , KNO_3 , $ZnSO_4$
 д) $CuCl_2$, Na_2SO_4 , $ZnSO_4$

Какие концентрации будут одинаковы для водных растворов данных трех веществ, если в 800 см^3 каждого раствора содержится по $0,1$ моль растворенного вещества:

- 1 молярная
- 2 молярная концентрация эквивалента
- 3 моляльная
- 4 молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента одновременно

19. а) $Al_2(SO_4)_3$ б) $CrCl_3$ в) K_2SO_4 г) $Ca(NO_3)_2$ д) $ZnSO_4$
 Какой объем (дм^3) $0,1\text{ M}$ раствора данной соли надо взять для приготовления 500 см^3 $0,6$ н раствора этой соли:

1. 1,5
2. 0,5
3. 1,0
4. 3,0
5. 0,75

20. Какие факторы влияют на величину осмотического давления разбавленного раствора неэлектролита:

- 1 природа растворенного вещества
- 2 природа растворителя
- 3 концентрация растворенного вещества в растворе
- 4 температура раствора
- 5 масса раствора
- 6 объем раствора
- 7 Числа молекул растворенного вещества в 1 дм^3 раствора

21. а) 0,15 М раствор KCl
 б) 0,15 М раствор K_2SO_4
 в) 0,2 н раствор NaCl
 г) 0,15 н раствор KCl
 д) 0,05 н $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

Как будет называться данный раствор по отношению к крови, в которой молярная концентрация NaCl равна $0,15 \text{ моль/дм}^3$.

- 1 гипотонический
- 2 гипертонический
- 3 изотонический
- 4 насыщенный
- 5 физиологический

22. а) Na_2SO_4 б) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ в) K_3PO_4 г) AlCl_3 д) ZnSO_4

В каких численных пределах изменяется изотонический коэффициент для концентрированного водного раствора данной соли:

1. $1 < i < 3$
2. $0 < i < 1$
3. $1 < i < 4$
4. $1 < i < 2$
5. $i = 1$

23. а) 0,2 М KCl, 0,25 М $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, 0,2 М K_3PO_4
 б) 0,02 М KCl, 0,40 М $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, 0,05 М K_3PO_4
 в) 0,3 М KCl, 0,3 М $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, 0,2 М K_3PO_4
 г) 0,04 М KCl, 0,05 М $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, 0,04 М K_3PO_4
 д) 0,1 М KCl, 0,15 М $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, 0,1 М K_3PO_4

Какой из трех водных растворов будет иметь самую высокую температуру кипения (считать, что молярная и моляльная концентрации растворов одинаковы).

1. KCl
2. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
3. K_3PO_4
4. температуры кипения всех растворов одинаковы

24. От какого фактора одновременно зависят степень диссоциации и константа диссоциации слабого электролита в водном растворе:

- 1 от концентрации электролита
- 2 от температуры
- 3 от природы электролита
- 4 от давления в системе
- 5 от объема водного раствора электролита
- 6 от разбавления раствора электролита водой

25. а) CH_3COOH б) NH_3 в) H_2S г) H_2CO_3 д) N_2H_4

Какая величина не зависит от концентрации данного слабого электролита в водном растворе:

- 1 степень диссоциации электролита
- 2 концентрация ионов H^+ в водном растворе
- 3 константа диссоциации электролита
- 4 осмотическое давление раствора электролита
- 5 температура кипения водного раствора электролита

26. а) $\text{pH} = 2$ б) $\text{pH} = 5$ в) $\text{pH} = 8$ г) $\text{pH} = 9$ д) $\text{pH} = 12$

Количество (моль) ионов OH^- при 25°C в 250 см^3 водного раствора с данным значением pH равно:

1. $2,5 \cdot 10^{-3}$
2. $2,5 \cdot 10^{-13}$
3. $2,5 \cdot 10^{-6}$
4. $2,5 \cdot 10^{-10}$
5. $2,5 \cdot 10^{-7}$

27. а) $\alpha = 1\%$ б) $\alpha = 0,1\%$
в) $\alpha = 10\%$ г) $\alpha = 0,01\%$ д) $\alpha = 0,001\%$

Численное значение pH в $0,1\text{ М}$ растворе одноосновной кислоты HA с заданным значением степени диссоциации равно:

1. 1,0
2. 3,0
3. 4,0
4. 2,0
5. 6,0
6. 5,0

28. а) $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
б) $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{NOH} \leftrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$
в) $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{NOH} \leftrightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3^+\text{O}^+$
г) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NOH} \leftrightarrow \text{H}_3^+\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
д) $\text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O}$

Определить тип данной протолитической реакции:

1. реакция ионизации
2. реакция нейтрализации
3. реакция гидролиза
4. данная реакция не является протолитической

29. а) ZnCl_2 , K_2S , K_2SO_4 , NaHCO_3
 б) K_3PO_4 , NaCl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NaCN
 в) K_2CO_3 , CaCO_3 , FeCl_3 , Na_3PO_4
 г) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, KCl , Na_2S , ZnS
 д) BaCO_3 , NH_4NO_3 , KCN , $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

В водном растворе какой соли фенолфталеин приобретает красную или розовую окраску при 25°C .

- 1 первой и четвертой соли
- 2 второй и четвертой
- 3 первой и третьей
- 4 третьей и четвертой
- 5 второй и третьей
- 6 первой и второй

30. а) $K_s(\text{ZnCO}_3) = 3,6 \cdot 10^{-11}$
 б) $K_s(\text{SrCO}_3) = 9 \cdot 10^{-10}$
 в) $K_s(\text{PbCO}_3) = 1,6 \cdot 10^{-13}$
 г) $K_s(\text{MnCO}_3) = 4 \cdot 10^{-10}$
 д) $K_s(\text{CaCO}_3) = 4,9 \cdot 10^{-9}$

Молярная концентрация (моль/дм³) иона CO_3^{2-} в насыщенном водном растворе данной труднорастворимой соли при 25°C равна:

1. $3 \cdot 10^{-5}$
2. $2 \cdot 10^{-5}$
3. $4 \cdot 10^{-7}$
4. $6 \cdot 10^{-6}$
5. $7 \cdot 10^{-5}$
6. $9 \cdot 10^{-5}$
7. $4 \cdot 10^{-5}$

31. а) $\text{KMnO}_4 + \text{KJ} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KJO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 б) $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 в) $\text{KMnO}_4 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KJO}_3 + \text{KOH}$
 г) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{O}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 д) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Молярная масса (г/моль) окислителя в данной окислительно-восстановительной реакции равна:

1. 158,0 2. 52,7 3. 79,0 4. 31,6 5. 316,0

32. При добавлении избытка нитрата серебра к водному раствору комплексной соли $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ осаждается в виде AgCl только 2/3 ионов хлора. Указать координационную формулу данной комплексной соли.

1. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot \text{H}_2\text{O}$
2. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}]\text{Cl}_2$

3. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})]\text{Cl}_3$
4. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
5. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_2]\text{Cl}$

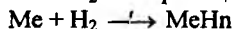
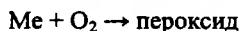
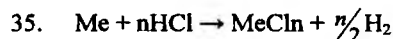
33. В каком комплексе осуществляется sp^3 -гибридизация атомных валентных орбиталей комплексообразователя:

1. $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$
2. $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
3. $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$
4. $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$
5. $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$
6. $[\text{AuCl}_4]^-$

34. а) FeCl_2 , FeCl_3 , $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$, $\text{Na}_4[\text{Fe}(\text{OH})_6]$
 б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$, K_2FeO_4 , FeSO_4
 в) KFeO_2 , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{OH})_6]$, Na_2FeO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
 г) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, NaFeO_2 , K_2FeO_4
 д) $\text{Na}[\text{Fe}(\text{OH})_4]$, FeCl_2 , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{OH})_6]$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

Какой из ионов, входящий в состав данных солей, в водном растворе всех сильнее подвергается гидролизу:

1. $[\text{Fe}(\text{OH})_6]^{3-}$
2. $[\text{Fe}(\text{OH})_6]^{4-}$
3. FeO_4^{2-}
4. $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$
5. $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$
6. FeO_2^-
7. Cl^-
8. K^+

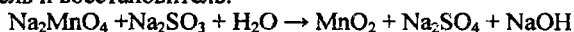


Металлами, участвующими во всех приведенных реакциях, могут быть:

- | | | | | | |
|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| 1. Na | 2. Mn | 3. Cr | 4. Ba | 5. Fe | 6. Zn |
|-------|-------|-------|-------|-------|-------|

**Примерный вариант задания
для защиты контрольной работы №2**

1. Определите массу сульфата марганца в 300 мл 2% раствора (пл. 1,03 г/мл).
2. В каком 1 М растворе - глюкозы или сульфата магния – концентрация частиц растворенного вещества больше и во сколько раз? (степень диссоциации электролита 0,8).
3. При какой температуре замерзнет 0,02 м раствор хлорида натрия? ($K_{H_2O} = 1,86^\circ$, изотонический коэффициент 1,9).
4. Какова растворимость в воде при 25°C сульфида меди(I)? ПР Cu_2S $3,6 \cdot 10^{-51}$
5. Рассчитайте концентрацию протонов и гидроксогрупп в растворе с $pH = 6$. Назовите среду.
6. Какая из солей не гидролизруется? Для остальных напишите ионные уравнения гидролиза. Как изменится степень гидролиза в каждом случае при подщелачивании? $NaCl$, Na_3PO_4 , $[Zn(H_2O)_4]SO_4$.
7. Определите протолитические свойства (кислота, основание) всех компонентов записанных реакций (см. п. 6).
8. Запишите химическую формулу тетраиодогидраргирата (II) калия, уравнения его диссоциации и выражение константы нестойкости.
9. Составьте уравнение реакции ионно-электронным методом, определите окислитель и восстановитель:



КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №3

Включает следующие темы:

1. d-элементы I-VIII групп и их соединения.
2. p-элементы IIIa-VIIa групп и их соединения.

Программные вопросы:

1. Элементы группы IIIA, общая характеристика. Электронная дефицитность и ее влияние на свойства элементов и их соединений. Бор, его характеристика. Соединения бора с водородом, особенности стереохимии и природы связи. Бориды.
2. Галиды бора, гидролиз и комплексобразование. Борный ангидрид и борная кислота. Бораты. Полимерные борат-ионы. Натрий тетраборат. Эфиры борной кислоты. Биологическая роль бора. Антисептические свойства борной кислоты и буры.
3. Алюминий. Общая характеристика. Амфотерность гидроксида. Алуминаты. Комплексные соединения. Соли, их свойства. Галиды. Алюминий гидрид и аланаты. Квасцы. Физико-химические основы применения алюминия в медицине и фармации.
4. Элементы группы IVA. Общая характеристика. Углерод. Валентные состояния и аллотропические модификации углерода. Активированный уголь. Карбиды. Гидролиз карбидов. Биологическая роль углерода. Химические основы использования неорганических соединений углерода в медицине и фармации.
5. Соединения углерода (IV): оксид, стереохимия и природа связи; равновесие в водном растворе. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты, гидролиз и термическое разложение.
6. Соединения углерода с галогенами и серой. Углерод (IV)- хлорид, углерод (IV)- оксидхлорид (фосген), фреоны, сероуглерод и тиокарбонаты. Цианаты и тиоцианаты. Физико-химические свойства, применение.
7. Кремний. Общая характеристика. Силициды. Соединения с водородом. Окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрафторид кремния, гидролиз. Гексафторосиликаты.
8. Кислородные соединения кремния. Кремний (IV) оксид. Силикагель. Кремниевая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Кремнийорганические соединения. Силиконы и силоксаны. Использование в медицине соединений кремния.
9. Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Соединения с галогенами (ЭГ_2 , ЭГ_4). Оксиды ЭО и ЭО_2 , их свойства. Оксид свинца (IV) как сильный окислитель.
10. Химия олова и свинца. Амфотерность гидроксидов. Соли олова и свинца. Окислительно-восстановительные реакции в растворах.

Химизм токсического действия соединений свинца. Применение в медицине свинецсодержащих препаратов (свинца (II) ацетат, свинца (II) оксид).

11. Элементы группы YA. Общая характеристика. Азот, фосфор, мышьяк в организме, их биологическая роль. Азот. Многообразие соединений с различными степенями окисления азота. Причина малой химической активности диазота. Нитриды и амиды, их гидролиз.
12. Аммиак, КО и ОВ характеристика, реакции замещения. Аммиакаты. Ион аммония и его соли, кислотные свойства, термическое разложение. Гидразин и гидроксилламин, КО и ОВ характеристика. Азотистоводородная кислота и азиды. Применение аммиака в медицине и фармации.
13. 37. Соединения азота с положительными степенями окисления. Оксиды. Способы получения, КО и ОВ свойства. Азотистая кислота и нитриты. КО и ОВ свойства. Азотная кислота и нитраты. КО и ОВ характеристика. «Царская водка». Применение оксида азота (I), нитрита натрия в медицине и фармации.
14. 38. Фосфор. Общая характеристика. Простые вещества и их химическая активность. Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота. Галиды, их гидролиз. Оксиды фосфора.
15. Фосфорноватистая и фосфористые кислоты, строение молекул, КО и ОВ свойства. Ортофосфорная кислота и ее соли. Производные фосфорной кислоты в живых организмах. Дифосфорная кислота. Метафосфорные кислоты. Производные фосфорной кислоты в живых организмах.
16. Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика. Соединения с отрицательными степенями окисления. Гидриды. Определение мышьяка по методу Марша.
17. Оксиды и галиды мышьяка, их реакции с водой. Мышьяксодержащие кислоты. Арсенаты и арсениты. Окислительно-восстановительные свойства соединений мышьяка. Применение оксидов и солей мышьяка в медицине и фармации.
18. Соли катионов сурьмы (III) и висмута (III), их гидролиз. Сурьмяная кислота и ее соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута (V). Применение соединений сурьмы и висмута в медицине и фармации.
19. Кислород, озон; строение молекул. Сравнительная химическая активность. Озониды. Реакция озона с растворами иодидов. Химические основы применения озона и диоксида, а также соединений кислорода в медицине и фармации.
20. Элементы группы YIA. Общая характеристика. Сера, ее аллотропия и физико-химические свойства. Способность к образованию

- полиатомных молекул. Сероводород и сульфиды. Их кислотные и восстановительные свойства. Биологическая роль серы. Применение серы и ее соединений в медицине и фармации.
21. Соединения серы (IV): оксид, хлорид. Оксидхлорид, сернистая кислота, сульфиты и водородсульфиты. Их КО и ОВ свойства. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов. Свойства тиосульфатов: реакция с кислотами, окислителями (в том числе с динодом), катионами - комплексообразователями. Полионаты, строение и свойства.
 22. Соединения серы (VI): оксид, гексафторид, диоксидхлорид, серная кислота и сульфаты; КО и ОВ свойства. Олеум. Дисерная (пироксерная) кислоты. Пероксомоно- и пероксодисерная кислота и соли. Окислительные свойства пероксосульфатов.
 23. Селен и теллур. Общая характеристика. КО и ОВ свойства водородных соединений и их солей. Оксиды и кислоты, их КО и ОВ свойства (в сравнении с подобными соединениями серы). Биологическая роль селена.
 24. Элементы группы VIIA (галогены). Общая характеристика. Особые свойства фтора. Простые вещества, их химическая активность. Соединения галогенов с водородом. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Ионы галогенов как лиганды в комплексных соединениях.
 25. Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом и друг с другом. Реакция галогенов с водой и водными растворами щелочей. Кислородные кислоты хлора и их соли.
 26. Изменение кислотных и окислительных свойств кислородных кислот галогенов и их солей в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь. Хлораты, броматы, иодаты. Биологическая роль фтора, хлора, брома, иода и их соединений в медицине и в фармации.
 27. Учение В.И. Вернадского о биосфере и биохимии. Понятие о биогенных элементах. Макро- и микроэлементы окружающей среды и в организме человека. Человек и биосфера. Связь эндемических заболеваний с особенностями биохимических провинций. Химизация и вопросы экологии.

Задания к контрольной работе №3

1. Написать в молекулярной и ионной формах уравнения реакций образования аммиачного, цианидного, гидроксо- и аквакомплексов для данного иона металла, назвать полученные комплексные соединения. Написать уравнения реакций получения аммиачного комплексного соединения с азотной кислотой и сульфидом калия.
 а) Ag^+ б) Zn^{2+} в) Cr^{3+} г) Mn^{2+} д) Fe^{3+}

2. Закончить уравнения ОВ-реакций и расставить коэффициенты методом полуреакций, указать окислитель и восстановитель.
- а) $K_2SO_3 + KMnO_4 + KOH \rightarrow$
 $MnSO_4 + NaBiO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
- б) $H_2O_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$
 $Na_2[Sn(OH)_4] + Br_2 + NaOH \rightarrow$
- в) $H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
 $Cr_2O_3 + KNO_3(r) + KOH \xrightarrow{t} \rightarrow$
- г) $AsH_3 + K_2FeO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
 $Fe_2O_3 + NaClO + NaOH \rightarrow$
- д) $Mn(NO_3)_2 + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow$
 $NaAsO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow$
3. Написать ионные и молекулярные уравнения реакций следующих превращений.
- а) $Al \rightarrow [Al(OH)_4]^- \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow [Al(H_2O)_6]^{3+} \rightarrow AlH_3 \rightarrow [AlH_4]^-$
 $[Cu(OH)_4]^{2-} \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow Cu_2O \rightarrow [Cu(NH_3)_2]^+ \rightarrow [Cu(CN)_2]^- \rightarrow Cu^0$
- б) $B \rightarrow B_2H_6 \rightarrow [BH_4]^- \rightarrow H_3BO_3 \rightarrow B_4O_7^{2-} \rightarrow [BF_4]^-$
 $Ni_2O_3 \rightarrow NiO \rightarrow Ni(OH)_2 \rightarrow [Ni(H_2O)_6]^{2+} \rightarrow [Ni(NH_3)_6]^{2+} \rightarrow [Ni(CN)_4]^{2-}$
- в) $HN_3 \rightarrow N_2 \rightarrow KNH_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO_3^- \rightarrow [NH_4]^+$
 $Hg^{2+} \rightarrow Hg \rightarrow Hg_2^{2+} \rightarrow Hg^{2+} \rightarrow [HgJ_4]^{2-} \rightarrow HgS$
- г) $H_2PO_2^- \rightarrow H_3P \rightarrow H_2PO_4^- \rightarrow HPO_4^{2-} \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow [PF_6]^-$
 $AuCl \rightarrow [Au(CN)_2]^- \rightarrow AuCl_3 \rightarrow [AuCl_4]^- \rightarrow Au(OH)_3 \rightarrow H[Au(NO_3)_4]$
- д) $SnS \rightarrow [Sn(OH)_4]^{2-} \rightarrow [Sn(OH)_6]^{2-} \rightarrow H_2SnO_3 \rightarrow SnS_3^{2-} \rightarrow SnO_2$
 $Co(OH)_3 \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow [Co(NH_3)_6]^{2+} \rightarrow [Co(NH_3)_6]^{3+} \rightarrow CoS \rightarrow [Co(OH)_4]^{2-}$
4. Написать уравнения реакций получения (в молекулярной и ионной формах) данного соединения свинца, если одним из исходных веществ является $Pb(OH)_2$, $K_2[Pb(OH)_4]$, Pb , PbO_2 , $K_2[Pb(OH)_6]$, PbS и $K_2[PbJ_4]$.
- а) $PbCl_2$ б) $Pb(NO_3)_2$ в) $PbBr_2$ г) $PbSO_4$ д) PbJ_2
5. Изобразить структурную формулу данной кислоты, указать тип гибридизации валентных орбиталей атома фосфора, ковалентность и степень окисления фосфора, а также основность кислоты. Привести примеры и названия возможных кислот и средней солей.
- а) $(HPO_3)_3$ б) $H_4P_2O_7$ в) H_3PO_2 г) H_3PO_3 д) H_3PO_4
6. Написать в молекулярной и ионной формах уравнения реакций, которые будут последовательно протекать при пропускании газообразного оксида углерода(IV) в водный раствор двух данных сильных оснований.
- а) $NaOH$ и $Ba(OH)_2$

- б) KOH и Ba(OH)₂
- в) NaOH и Ca(OH)₂
- г) KOH и Ca(OH)₂
- д) KOH и Sr(OH)₂

7. Какая из трех солей сильнее всех подвергается гидролизу? Написать уравнения реакций гидролиза этой соли (по стадиям) и указать реакцию среды.

- а) Sn(NO₃)₂, Pb(NO₃)₂, Sn(NO₃)₄
- б) Na₂[Sn(OH)₄], Na₂[Sn(OH)₆], Na₂[Pb(OH)₄]
- в) Sn(NO₃)₂, Na₂[Sn(OH)₄], Pb(NO₃)₂
- г) Pb(NO₃)₂, K₂[Pb(OH)₄], K₂[Pb(OH)₆]
- д) SnCl₂, K₂[Sn(OH)₄], K₂[Pb(OH)₄]

8. Какие из перечисленных веществ (KOH, HCl, K₂CO₃, NH₄Cl, CO₂) при добавлении в водный раствор данной соли будут усиливать её гидролиз? Ответ объяснить, написать уравнение реакции гидролиза этой соли по стадиям (в молекулярной и ионной формах).

- а) Al(NO₃)₃ б) Na₂B₄O₇ в) K₃PO₄ г) BiCl₃ д) K₂S

9. Выберите правильные ответы:

- а) Al, B, Zn, Sb, Pb, Ca
- б) Te, Cd, Bi, Au, Hg, Na
- в) As, Cu, Se, Pb, K, P
- г) Zn, W, Hg, Pb, Al, Ba
- д) Cd, Sb, Se, B, Pb, Na

Сколько металлов или неметаллов из приведенного набора получают в промышленности в чистом виде окислительным обжигом их сульфидов, а затем восстановлением оксидов углем.

1. 2 2. 3 3. 1 4. 5 5. 4

10. Какая кислота (HClO, HClO₂, HClO₃, HClO₄) является самой сильной кислотой и самым сильным окислителем соответственно:

- 1. HClO₄ и HClO₃
- 2. HClO₄ и HClO₄
- 3. HClO и HClO₄
- 4. HClO₄ и HClO
- 5. HClO₃ и HClO₄

11. Какое соединение (HF, HCl, HBr, HI) является наиболее сильным восстановителем и в водном растворе наиболее слабой кислотой соответственно:

- 1. HF и HI
- 2. HCl и HF
- 3. HI и HF

4. HJ и HCl

5. HJ и HJ

12. а) H_2S , Na_2SO_4 , Na_2S_2 , SOCl_2 , $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{k})$

б) K_2SO_3 , FeS_2 , CuSO_4 , S_2Cl_2 , KHS

в) SO_2 , $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$, SO_2Cl_2 , SO_3 , SCl_2

г) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$, SF_6 , K_2SO_3 , K_2S_2

д) HSO_3Cl , SF_4 , K_2SO_4 , NaHS, $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$

Сколько соединений серы из предложенного набора содержат атом серы, способный проявлять восстановительные свойства:

1. 3 2. 4 3. 1 4. 5 5. 2

13. а) SO_2 , $[\text{PH}_4]^+$, H_2SO_4 , HCl, BF_3 , CO_2

б) SO_2Cl_2 , NH_3 , H_3PO_4 , $[\text{BH}_4]^-$, SO_4^{2-} , CS_2

в) CO_3^{2-} , $[\text{NH}_4]^+$, H_2O , SF_6 , PF_5 , BeCl_2

г) $[\text{AsH}_4]^+$, NO_3^- , HBr, H_2O_2 , HSO_4^- , BCl_3

д) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, O_3 , $[\text{BF}_4]^-$, $[\text{PO}_4]^{3-}$, NH_3 , CCl_4

В скольких частицах из предложенного ряда осуществляется sp^3 -гибридизация валентных орбиталей центрального атома:

1. 2 2. 3 3. 4 4. 5 5. 1 6. 6.

14. В каких частицах, имеющих квадратную пространственную конфигурацию, осуществляется dsp^2 -гибридизация валентных орбиталей центрального атома.

1. $[\text{AuCl}_4]^-$

2. $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]^0$

3. $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$

4. $[\text{PF}_6]^-$

5. $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$

6. $[\text{AlH}_4]^-$

15. Какая из перечисленных кислот является самой слабой:

1. HClO_4

2. H_3PO_4

3. HAlO_2

4. H_2SiO_3

5. H_2CO_3

6. H_3BO_3

16. а) KNO_2 , MnO_2 , Na_2SO_4 , H_2S

б) KJ, Na_2SO_3 , KBiO_3 , HBr, PbO_2

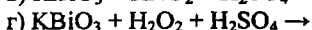
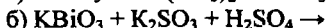
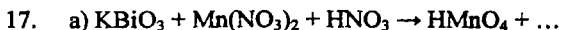
в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HCl, FeSO_4 , K_2SO_4 , As_2S_3

г) KMnO_4 , CrSO_4 , Na_2CO_3 , I_2 , NaNO_2

д) K_2FeO_4 , SnCl_2 , K_2SO_3 , HJ, K_2MnO_4

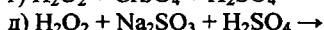
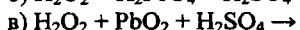
Сколько веществ из предложенного набора может реагировать с пероксидом водорода в кислой среде.

1. 2 2. 3 3. 1 4. 5 5. 4



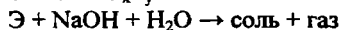
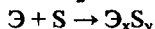
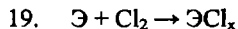
Закончить уравнение ОВ-реакции и указать коэффициент перед формулой окислителя.

1. 2 2. 5 3. 4 4. 3 5. 1



Закончить уравнение ОВ-реакции и указать коэффициент перед формулой восстановителя.

1. 2 2. 3 3. 4 4. 5 5. 1

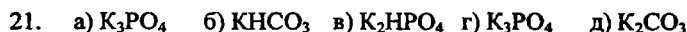


Какие неметаллы (Э или Э₂) участвуют во всех приведенных реакциях при различных условиях.

- 1 олово
- 2 азот
- 3 углерод
- 4 кремний
- 5 фосфор

20. Из перечисленных веществ (CaCl_2 , CaOHCl , K_3PO_4 , H_3PO_4 , K_2CO_3 , Na_2SO_4 , HCl , H_2S , KOH) дигидрофосфат калия в водном растворе реагирует с:

- 1 четыремя
- 2 тремя
- 3 двумя
- 4 пятью
- 5 шестью
- 6 семью веществами



Какую реакцию среды имеет водный раствор данной соли:

- 1 кислую
- 2 нейтральную
- 3 щелочную
- 4 $\text{pH} > 7$
- 5 $\text{pH} < 7$

22. а) Na_2CO_3 б) AlCl_3 в) NaHS г) Na_3AsO_4 д) $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$

Какие из перечисленных веществ (NaOH , Na_2SO_3 , H_2SO_4 , NH_4NO_3 , KCl) при добавлении в водный раствор данной соли будут уменьшать степень гидролиза этой соли.

1. KCl и H_2SO_4
2. NaOH и Na_2SO_3
3. H_2SO_4 и NH_4NO_3
4. KCl и NaOH
5. Na_2SO_3 и NH_4NO_3

23. В водном растворе какой соли будет наибольшая кислотность среды:

1. K_2SO_4
2. Na_3PO_4
3. K_2HPO_4
4. NH_4Cl
5. KHS

24. а) Na_2CO_3 , NaHCO_3 , NH_4HCO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

б) Na_2SiO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$, Na_2CO_3 , NaHCO_3

в) K_2CO_3 , NaHCO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, KHCO_3

г) NH_4Cl , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$, NH_4HCO_3

д) NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NH_4HCO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

Какая четырех приведенных солей всех сильнее подвергается гидролизу:

1. Na_2CO_3
2. NaHCO_3
3. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
4. $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$
5. NH_4HCO_3
6. K_2CO_3
7. KHCO_3
8. NH_4Cl
9. NH_4NO_3
10. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Варианты контрольных работ

Последняя цифра номера студенческого билета	Номер варианта	Номер контрольной работы	Номера вопросов, задач и тестовых заданий, относящихся к данному варианту
1 или 6	1	1	1а 2а 3а 5а 6а 7а 8 13а 14а 15а 16а 17а 18а 19а 20а 21 22а 23 24а 25а 26а 27 28а 29а 30а 31 32 33а 34 35а 36а 37 38
		2	1а 2а 3а 4а 5а 6а 7а 8а 9а 10а 11а 12а 13а 14а 15а 16а 17а 18а 19а 20 21а 22а 23а 24 25а 26а 27а 28а 29а 30а 31а 32 33 34а 35
		3	1а 2а 3а 4а 5а 6а 7а 8а 9а 10 11 12а 13а 14 15 16а 17а 18а 19 20 21а 22а 23 24а
2 или 7	2	1	1б 2б 3б 5б 6б 7б 9 13б 14б 15б 16б 17б 18б 19б 20б 21 22б 23 24б 25б 26б 27 28б 29б 30б 31 32 33б 34 35б 36б 37 38
		2	1б 2б 3б 4б 5б 6б 7б 8б 9б 10б 11б 12б 13б 14б 15б 16б 17б 18б 19б 20 21б 22б 23б 24 25б 26б 27б 28б 29б 30б 31б 32 33 34б 35
		3	1б 2б 3б 4б 5б 6б 7б 8б 9б 10 11 12б 13б 14 15 16б 17б 18б 19 20 21б 22б 23 24б
3 или 8	3	1	1в 2в 3в 5в 6в 7в 10 13в 14в 15в 16в 17в 18в 19в 20в 21 22в 23 24в 25в 26в 27 28в 29в 30в 31 32 33в 34 35в 36в 37 38
		2	1в 2в 3в 4в 5в 6в 7в 8в 9в 10в 11в 12в 13в 14в 15в 16в 17в 18в 19в 20 21в 22в 23в 24 25в 26в 27в 28в 29в 30в 31в 32 33 34в 35
		3	1в 2в 3в 4в 5в 6в 7в 8в 9в 10 11 12в 13в 14 15 16в 17в 18в 19 20 21в 22в 23 24в
4 или 9	4	1	1г 2г 4г 5г 6г 7г 11 13г 14г 15г 16г 17г 18г 19г 20г 21 22г 23 24г 25г 26г 27 28г 29г 30г 31 32 33г 34 35г 36г 37 38
		2	1г 2г 3г 4г 5г 6г 7г 8г 9г 10г 11г 12г 13г 14г 15г 16г 17г 18г 19г 20 21г 22г 23г 24 25г 26г 27г 28г 29г 30г 31г 32 33 34г 35
		3	1г 2г 3г 4г 5г 6г 7г 8г 9г 10 11 12г 13г 14 15 16г 17г 18г 19 20 21г 22г 23 24г
5 или 0	5	1	1д 2д 4д 5д 6д 7д 12 13д 14д 15д 16д 17д 18д 19д 20д 21 22д 23 24д 25д 26д 27 28д 29д 30д 31 32 33д 34 35д 36д 37 38
		2	1д 2д 3д 4д 5д 6д 7д 8д 9д 10д 11д 12д 13д 14д 15д 16д 17д 18д 19д 20 21д 22д 23д 24 25д 26д 27д 28д 29д 30д 31д 32 33 34д 35
		3	1д 2д 3д 4д 5д 6д 7д 8д 9д 10 11 12д 13д 14 15 16д 17д 18д 19 20 21д 22д 23 24д

Учебное издание

Горбатов Вячеслав Васильевич, Кунцевич Зинаида Степановна,
Хейдоров Василий Петрович

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ
ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ
ПО ВЫПОЛНЕНИЮ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ
ДЛЯ СТУДЕНТОВ 1 КУРСА ЗАОЧНОГО ОТДЕЛЕНИЯ
ФАРМАЦЕВТИЧЕСКОГО ФАКУЛЬТЕТА
(2-е издание)**

Методические указания

Редактор В.В.Горбатов
Технический редактор И.А.Борисов
Компьютерная верстка И.С.Матюш
Корректор З.С.Кунцевич

Подписано в печать 13.11.12. Формат бумаги 64х84 1/16.
Бумага типографская №2. Гарнитура Times Усл. печ. л. 2,67
Уч.-изд. л. 2,0 Тираж 99 экз. № 977
Издатель и полиграфическое исполнение УО «Витебский государственный
медицинский университет»
ЛИ № 02330/0549444 от 8.04.09

Отпечатано на ризографе в Витебском государственном медицинском
университете.

210602, Витебск, пр. Фрунзе, 27
Тел. (8-0212)261966

Библиотека ВГМУ

